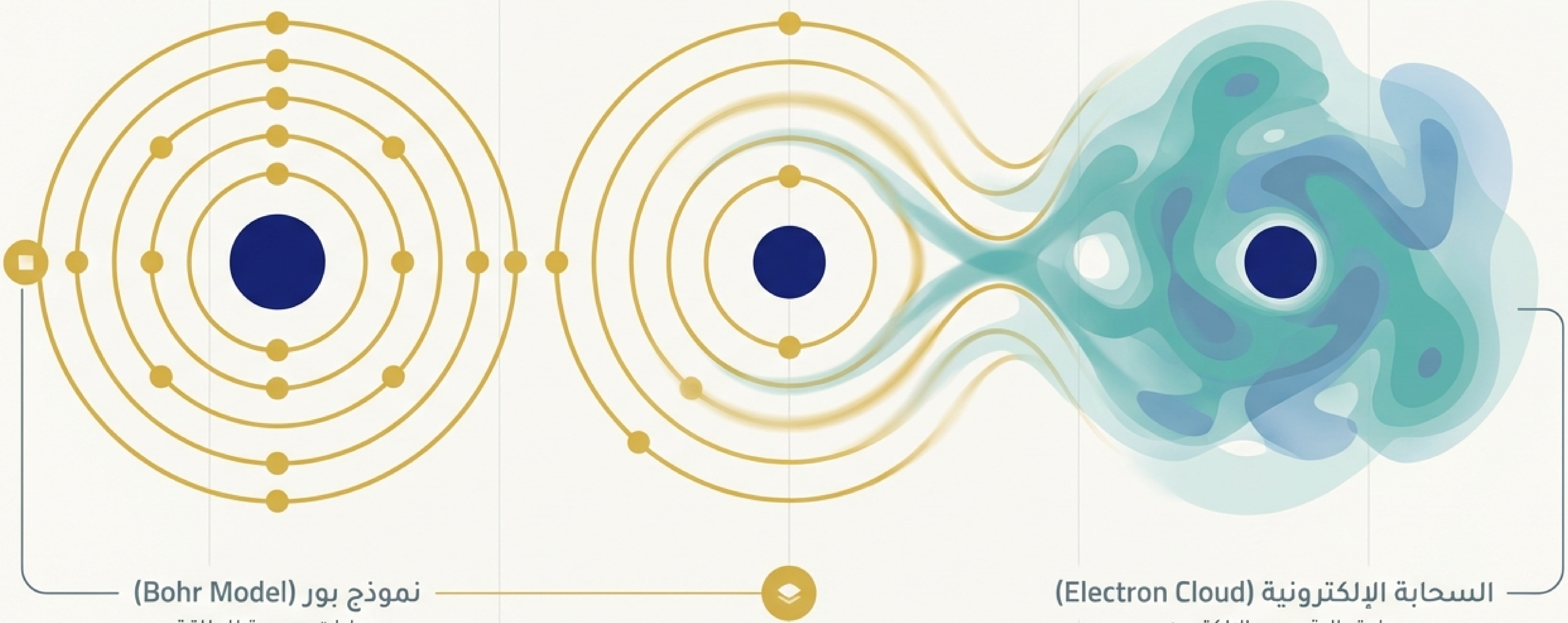
رحلة إلى قلب الذرة

من نموذج بور إلى أسرار الجدول الدوري



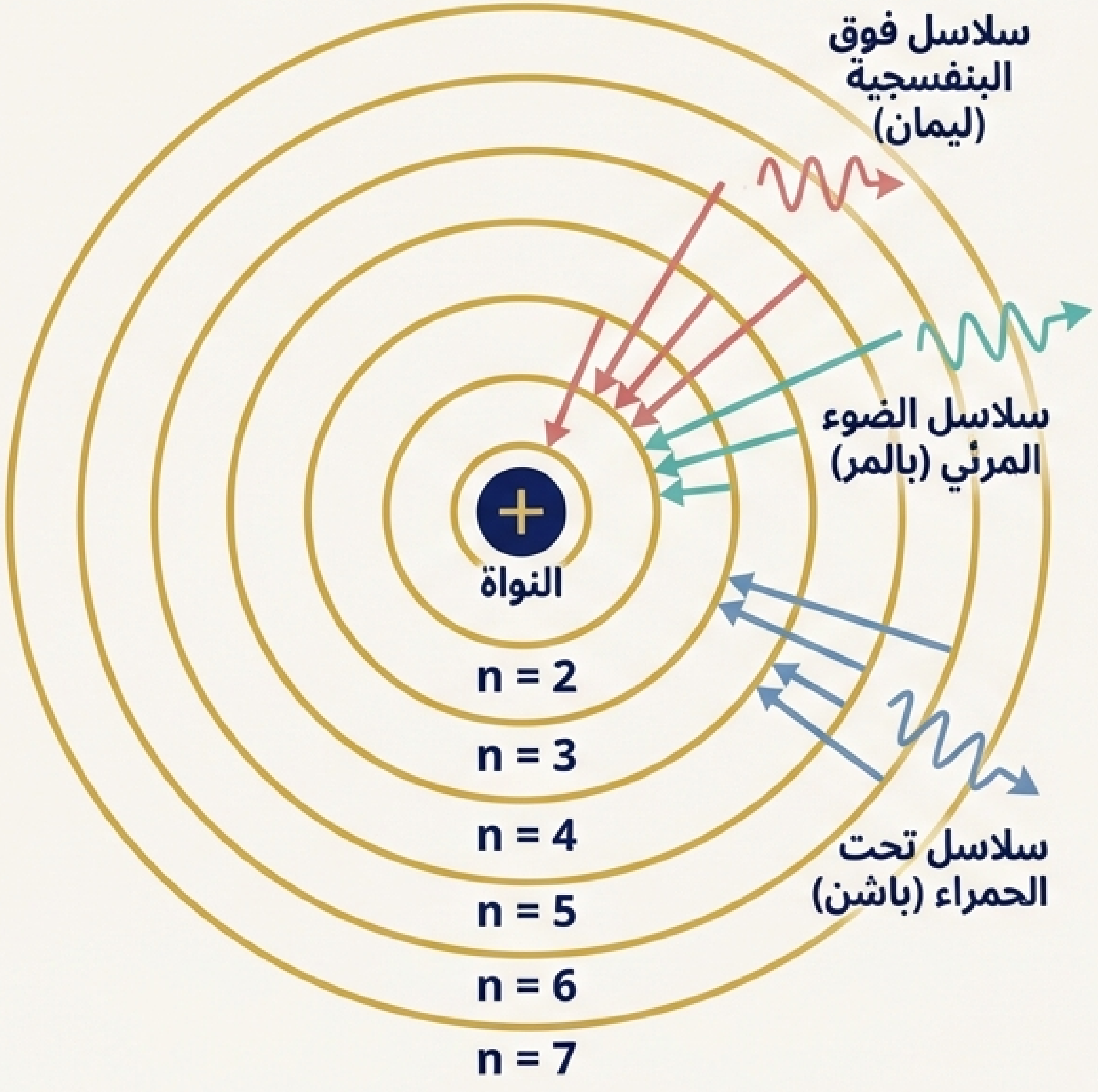
نموذج بور (Bohr Model)
مدارات محددة للطاقة

السحابة الإلكترونية (Electron Cloud)
احتمالية وجود الإلكترون

((Colors): Navy #1A237E, Gold #D4AF37, Grey #546E7A, Teal #4DB6AC, Slate Blue #64B5F6, Rose #E57373

NotebookLM

نقطة البداية: نموذج بور... بداية عبقرية وقصور جوهري



المفاهيم الأساسية

- **النجاح الرئيسي:** فسر طيف ذرة الهيدروجين فقط، حيث تنتقل الإلكترونات بين مستويات طاقة محددة (**كمومية**) باعثةً **فوتونات** ضوئية.
- **سلاسل الطيف:** ليمان (فوق بنفسجية)، بالمر (مرئي)، باشن (تحت حمراء).

القصور

- لم يستطع تفسير طيف أي عنصر آخر.
- لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات وكيفية تكوين الروابط.
- افترض أن الإلكترون يتحرك في مدار دائري مستوٍ، وهذا ثبت عدم صحته.

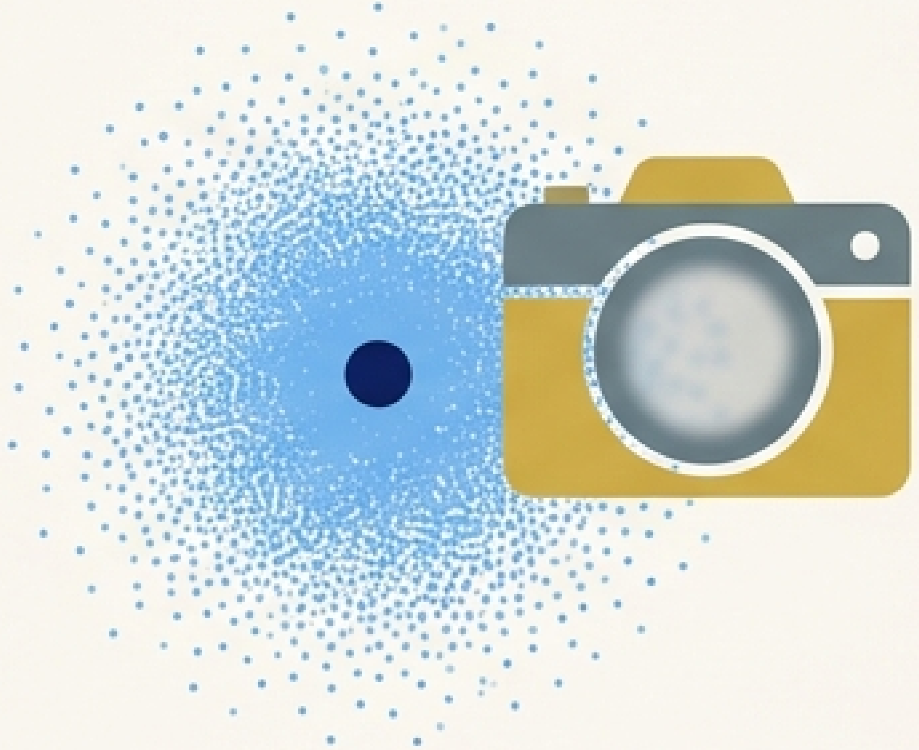
هذه العيوب فتحت الباب لثورة جديدة في فهمنا للذرة.

NotebookLM

الثورة الكمومية: قواعد جديدة تحكم عالم الصغائر

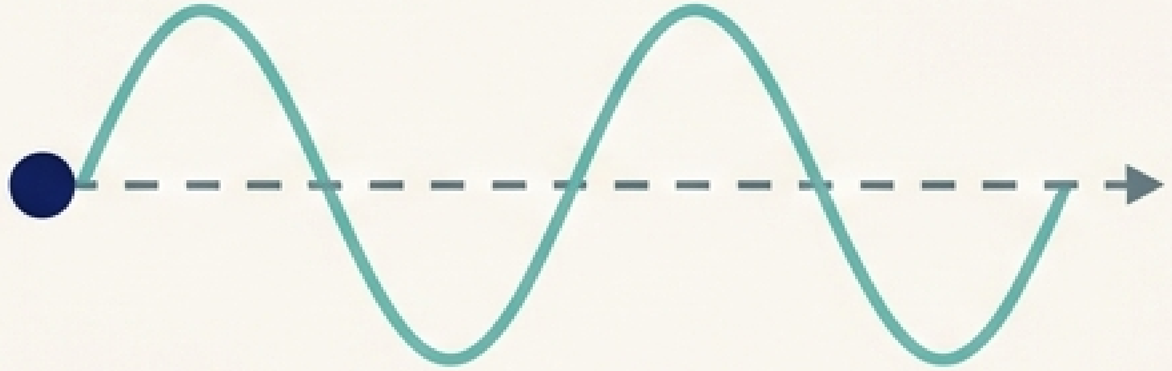
مبدأ الشك (هايزنبرج)

من المستحيل معرفة سرعة الجسيم ومكانه في نفس الوقت بدقة.



الطبيعة المزدوجة للإلكترون (دي برولي)

اعتقد دي برولي أن للجسيمات المتحركة خواص الموجات.



$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

بهذه القواعد الجديدة، لم نعد نبحث عن 'مسار' الإلكترون، بل عن 'احتمال' وجوده.

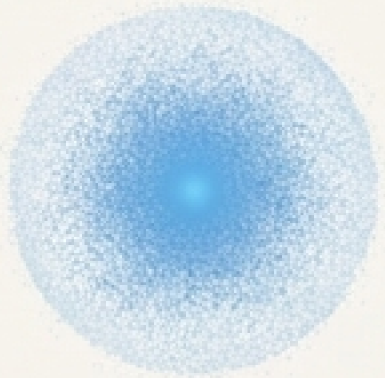
NotebookLM

الذرة الحديثة: سحابة من الاحتمالات

بناءً على معادلة شرودنجر الموجية، النموذج الحديث يعامل الإلكترونات كموجات.

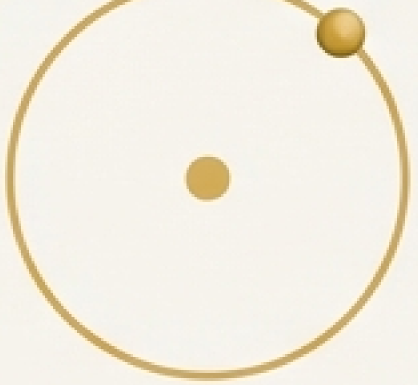
النموذج الحديث

"أوربيتال" - منطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة يحتمل وجود الإلكترون فيها (السحابة الإلكترونية)

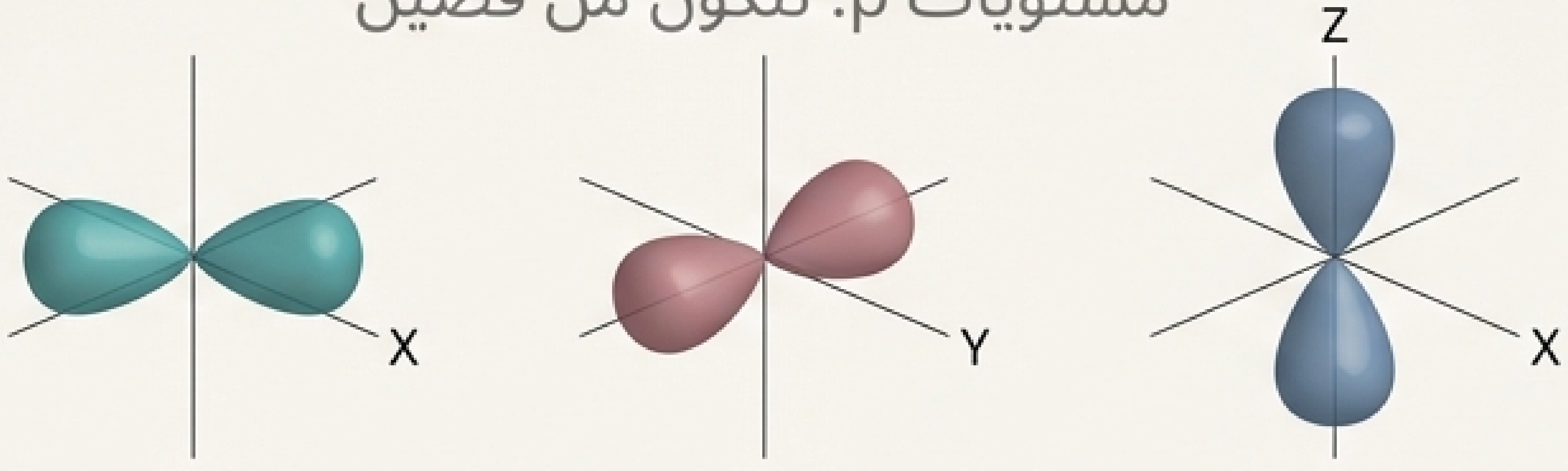


نموذج بور

"مدار" - مسار دائري محدد

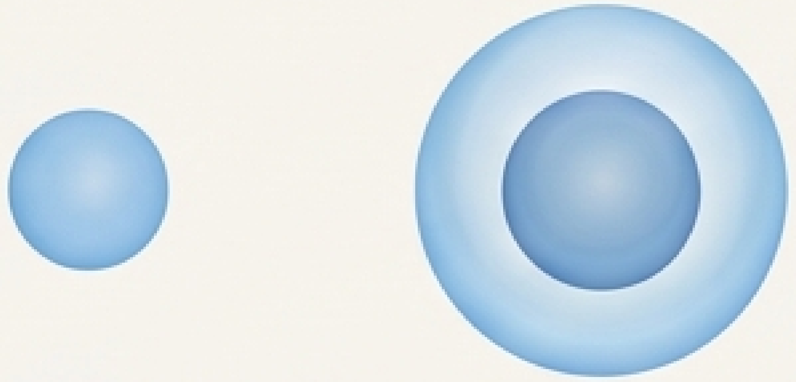


مستويات p: تتكون من فصين



p_x p_y p_z

مستويات s: كروية الشكل



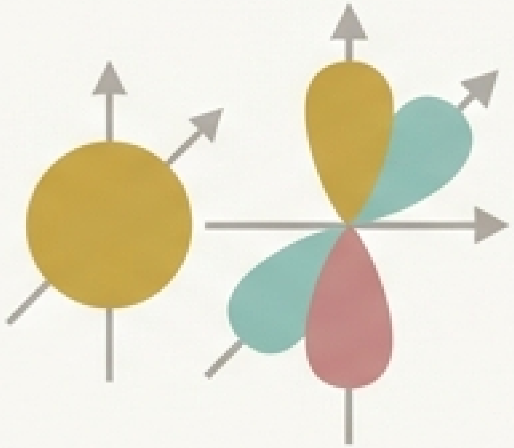
1s 2s

الأوربيتال هو العنوان المحتمل للإلكترون، ولكن كيف نحدد هذا العنوان بدقة؟

NotebookLM

نظام العنونة الذري: الأعداد الكمية الأربعة

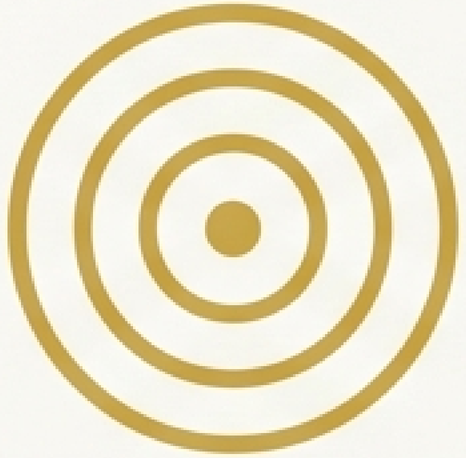
لكل إلكترون في الذرة "عنوان" فريد مكون من أربعة أرقام.



عدد الكم الثانوي (l)

الوظيفة: يحدد شكل الأوربيتال (s, p, d, f) ومستويات الطاقة الفرعية.

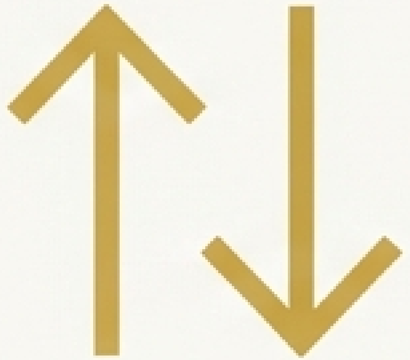
القيم: 3=f, 1=p, 2=d, s=0



عدد الكم الرئيسي (n)

الوظيفة: يحدد مستوى الطاقة الرئيسي (1-7) وحجم الأوربيتال.

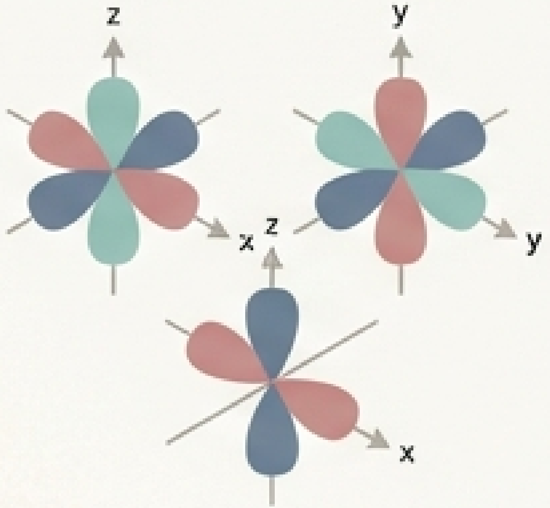
القيم: 7, 6, 4, 5, 3, 2 ,1



عدد الكم المغزلي (ms)

الوظيفة: يحدد اتجاه دوران الإلكترون حول محوره (مع أو عكس عقارب الساعة).

القيم: +½ (↑) or -½ (↓)



عدد الكم المغناطيسي (ml)

الوظيفة: يحدد عدد الأوربيتالات في كل مستوى فرعي واتجاهها الفراغي. الفراغي.

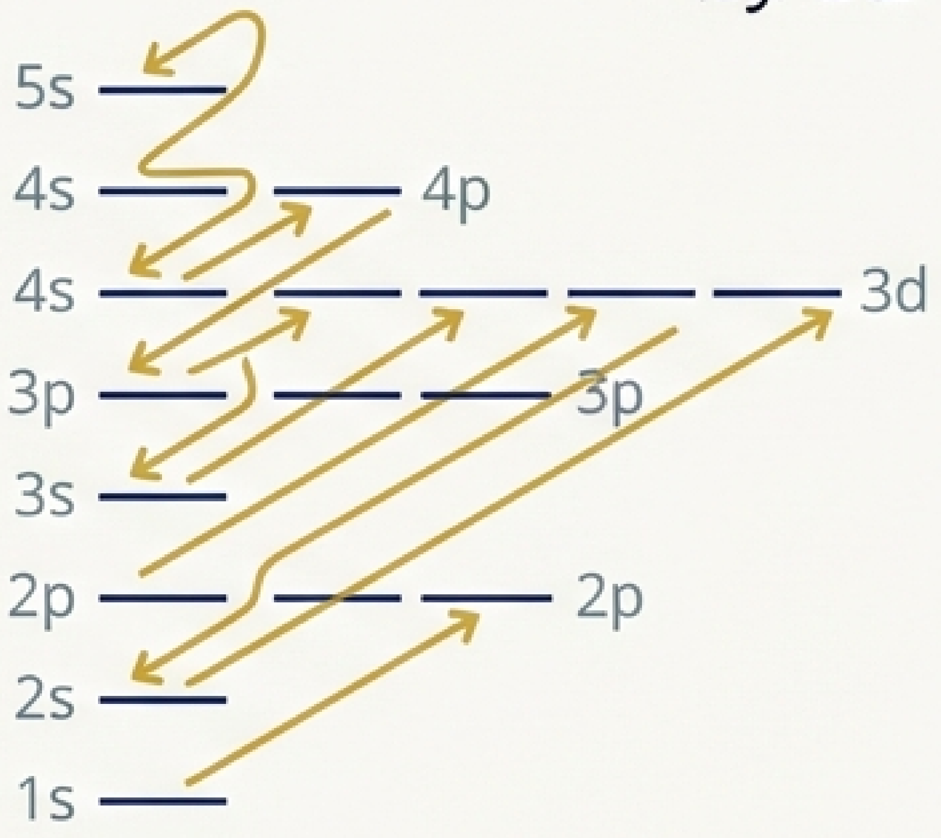
القيم: من -l إلى +l

NotebookLM

ملء الأوربيتالات: قواعد اللعبة الثلاث

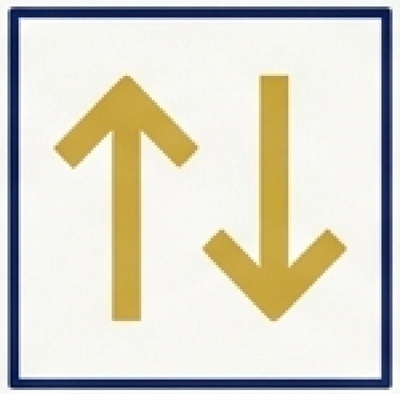
١. مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي)

إن كل إلكترون يشغل المستوى الأقل طاقة أولاً.



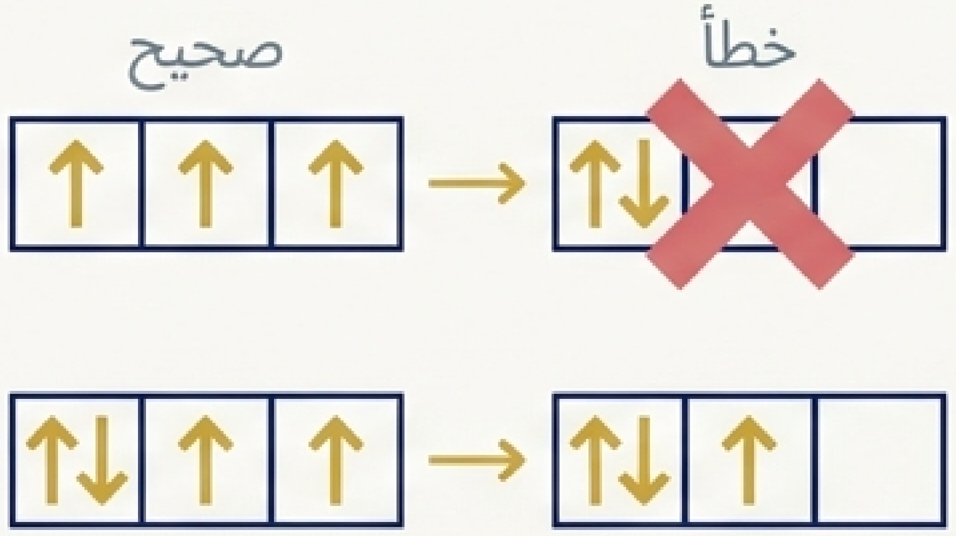
٢. مبدأ باولي (للاستبعاد)

يستحيل أن يزيد عدد إلكترونات المستوى الفرعي الواحد عن إلكترونين، ويدور كل منهما باتجاه معاكس للآخر.



٣. قاعدة هوند

تتوزع الإلكترونات فرادى أولاً في أوربيتالات المستوى الفرعي الواحد بنفس اتجاه الدوران، قبل أن يحدث الازدواج.



NotebookLM

من القواعد إلى الواقع: طرق التوزيع الإلكتروني

الصوديوم (Na, Z=11)

١. طريقة رسم المربعات

#546E7A

٢. طريقة الترميز الإلكتروني

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

٣. طريقة ترميز الغاز النبيل

$[Ne]\ 3s^1$

يمثل الإلكترونات الداخلية بأقرب غاز نبيل.

استثناءات التوزيع الإلكتروني

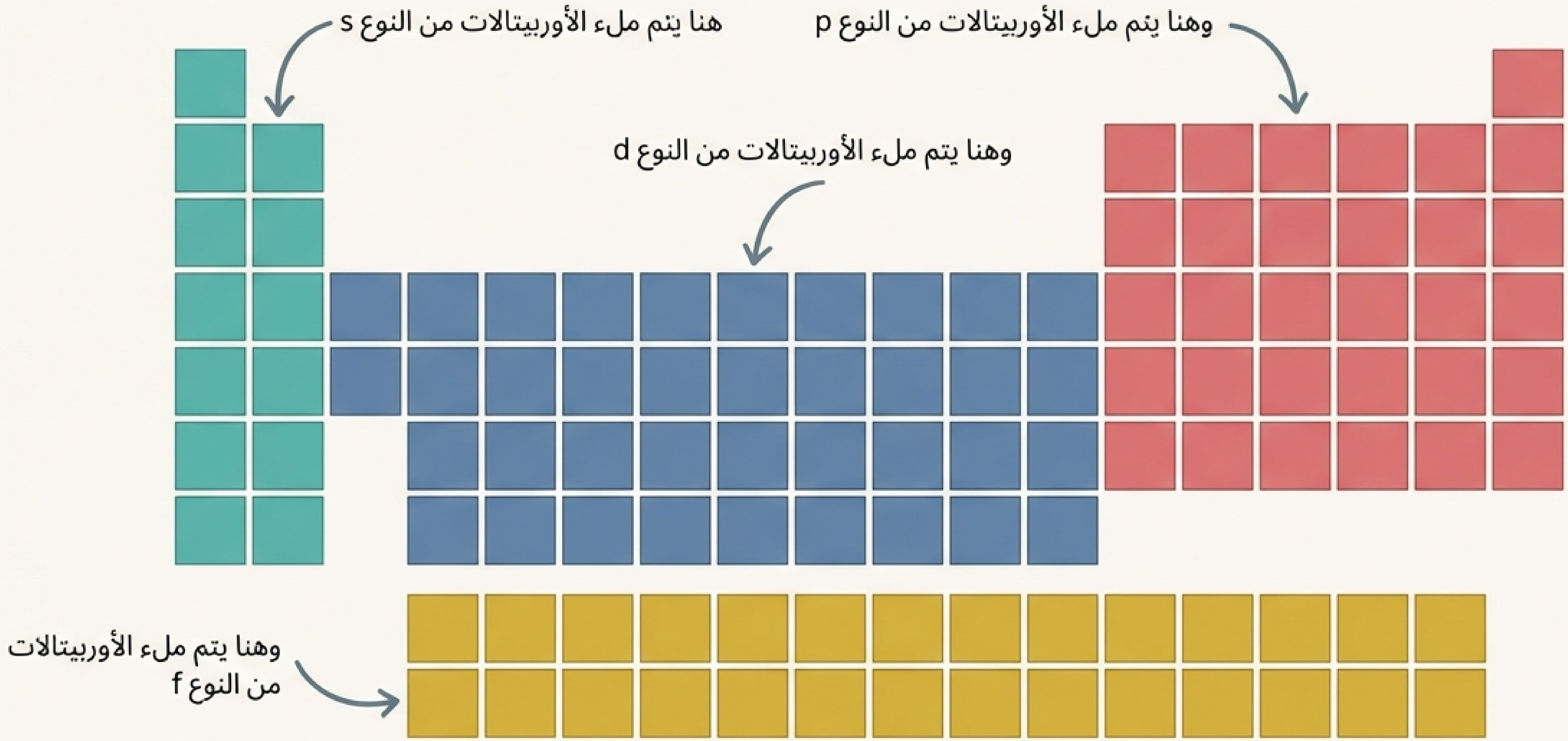
تذكر الحالات الشاذة لتحقيق الاستقرار (نصف ممتلئ أو ممتلئ).

الكروم (Cr): $[Ar]\ 4s^1 3d^5$ النحاس (Cu): $[Ar]\ 4s^1 3d^{10}$

NotebookLM

فك شفرة الجدول الدوري: خريطة لملء الأوربيتالات

شكل الجدول الدوري ليس صدفة، بل هو نتيجة مباشرة لقواعد التوزيع الإلكتروني.



NotebookLM

مناطق الجدول الدوري: الفئات s, p, d, f

الفئة p:

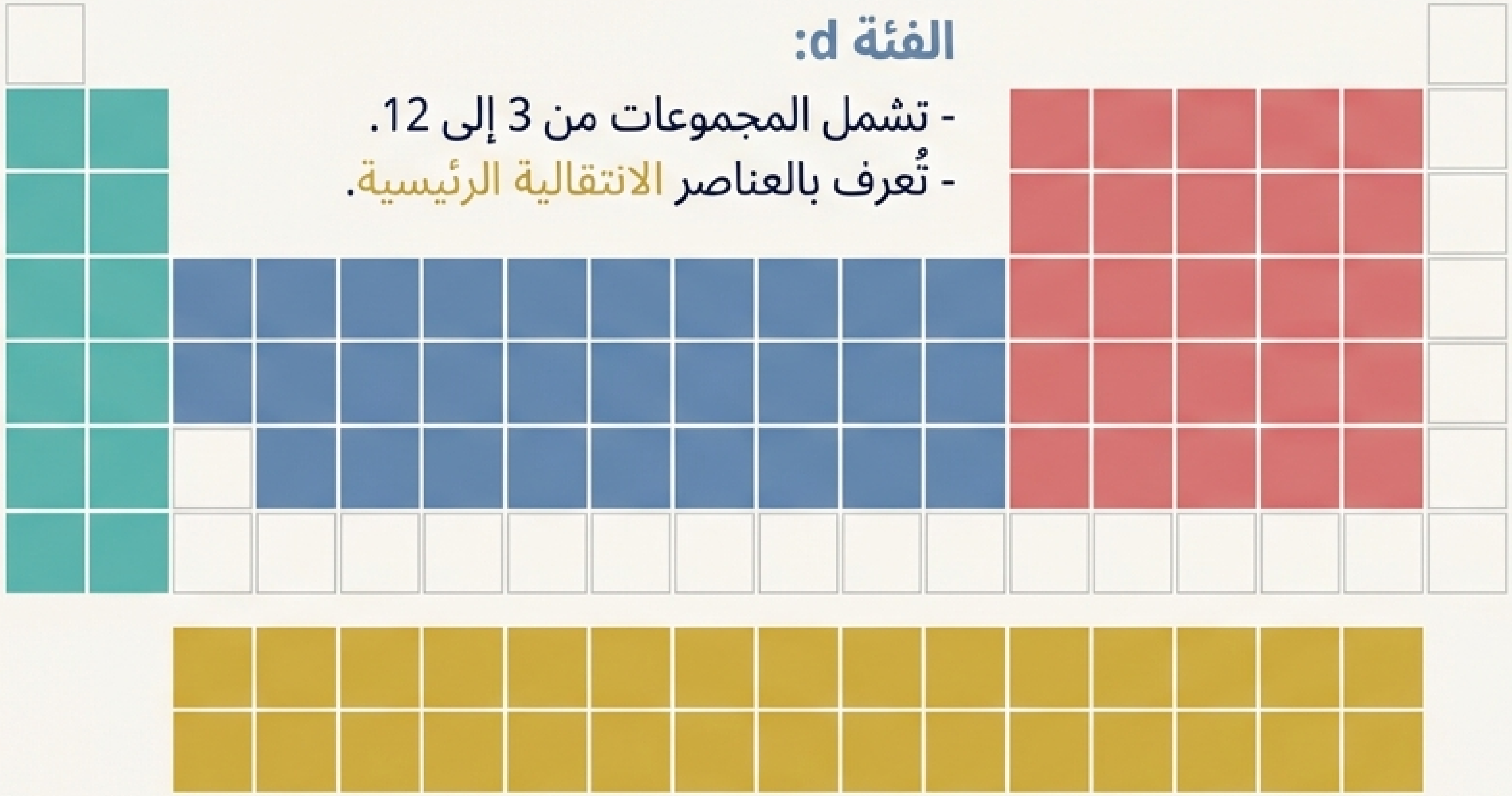
- تشمل المجموعات من 13 إلى 18.
- تضم مجموعة متنوعة من الفلزات، أشباه الفلزات، اللافلزات، والغازات النبيلة.

الفئة d:

- تشمل المجموعات من 3 إلى 12.
- تُعرف بالعناصر الانتقالية الرئيسية.

الفئة s:

- تشمل المجموعتين 1 و 2.
- تضم الفلزات القلوية والقلوية الأرضية.

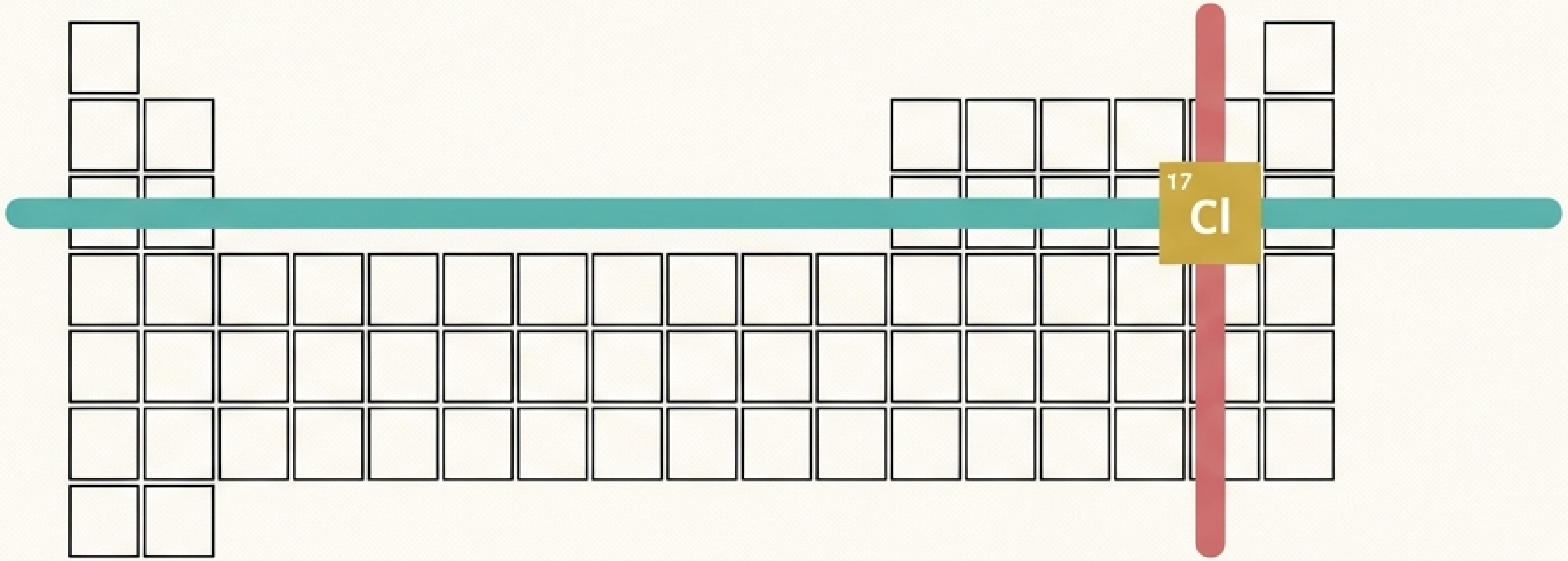


الفئة f:

- تقع أسفل الجدول.
- تُعرف بالعناصر الانتقالية الداخلية (اللانثانيدات والأكتينيدات).

NotebookLM

قراءة الخريطة: ماذا يخبرنا موقع العنصر؟



الدورات (الصفوف الأفقية)

- **ماذا تعني؟**
تشير إلى رقم مستوى الطاقة الرئيسي الأخير (**n**) المشغول بالإلكترونات.
- **Example:**
كل العناصر في الدورة الثالثة لديها 3 مستويات طاقة رئيسية.

المجموعات (الأعمدة الرأسية)

- **ماذا تعني؟**
عناصرها لها نفس عدد إلكترونات التكافؤ (إلكترونات المستوى الخارجي).
- **النتيجة:** لهذا السبب، عناصر المجموعة الواحدة لها خواص كيميائية متشابهة.

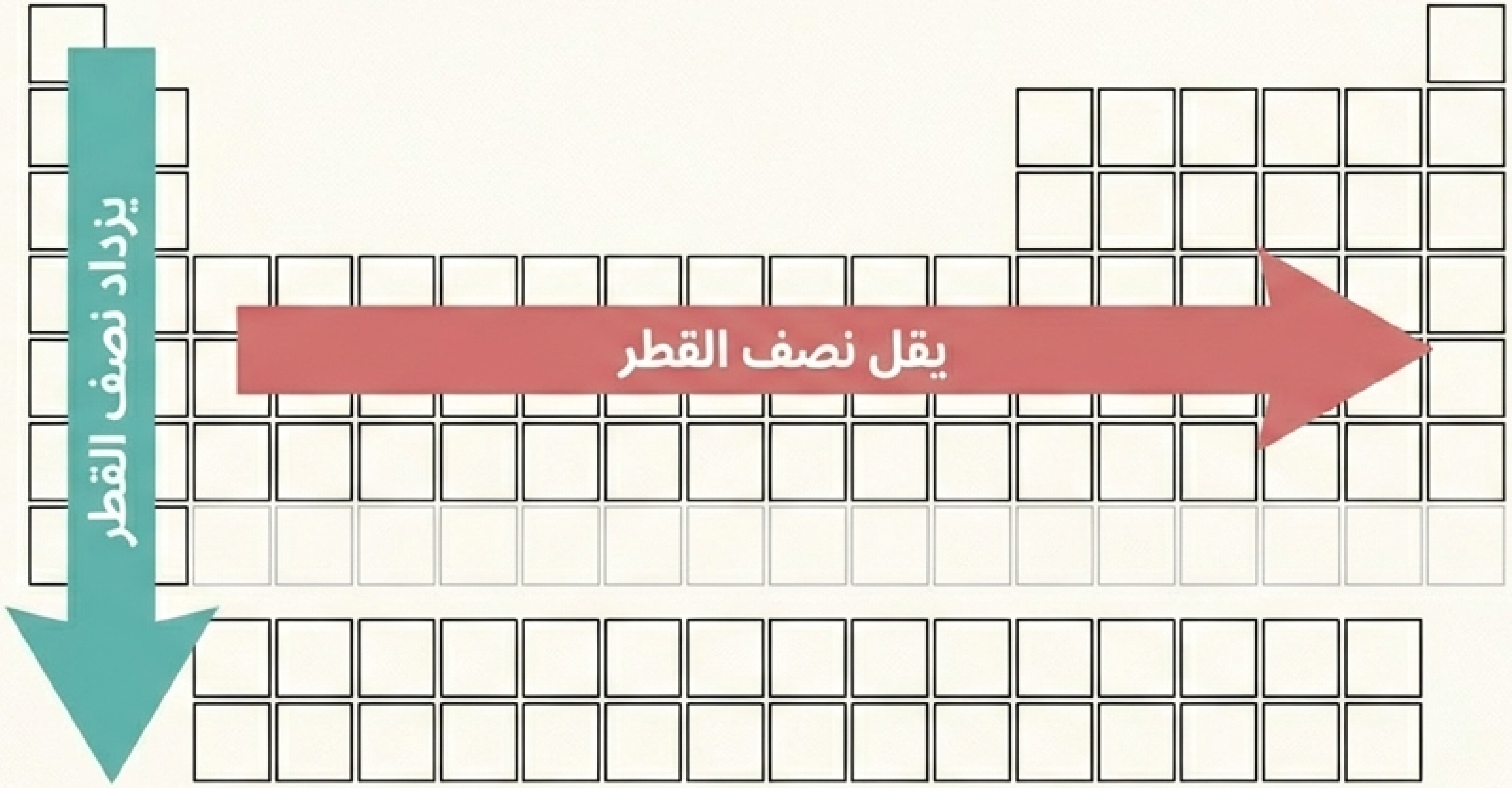
موقع العنصر = هويته الكيميائية.

NotebookLM

التدرج في الخواص (١): نصف القطر الذري

عبر الدورة (من اليسار إلى اليمين)

بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة، مما يزيد من جذب النواة لإلكترونات التكافؤ.



عبر المجموعة (من الأعلى للأسفل)

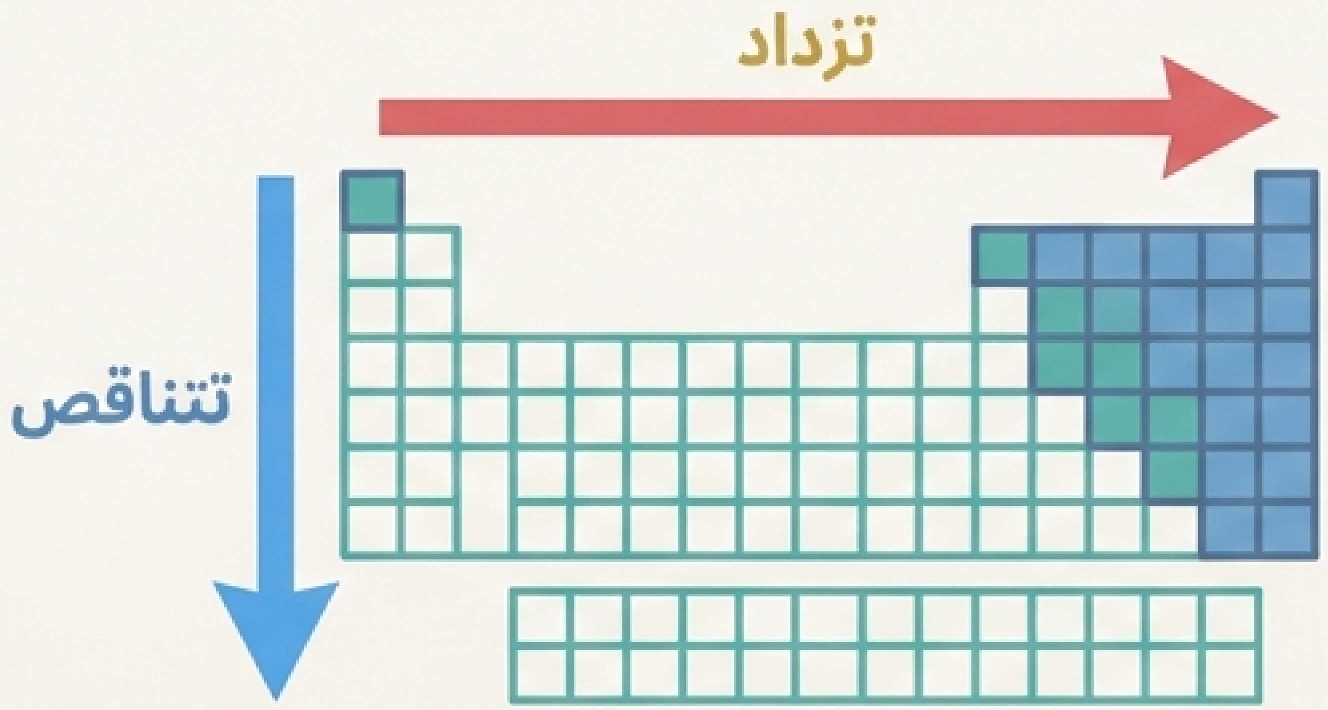
بسبب إضافة مستويات طاقة رئيسية جديدة، مما يزيد من حجم الذرة ويحجب تأثير النواة.

NotebookLM

التدرج في الخواص (٢): طاقة التأين والكهروسالبية

الكهروسالبية

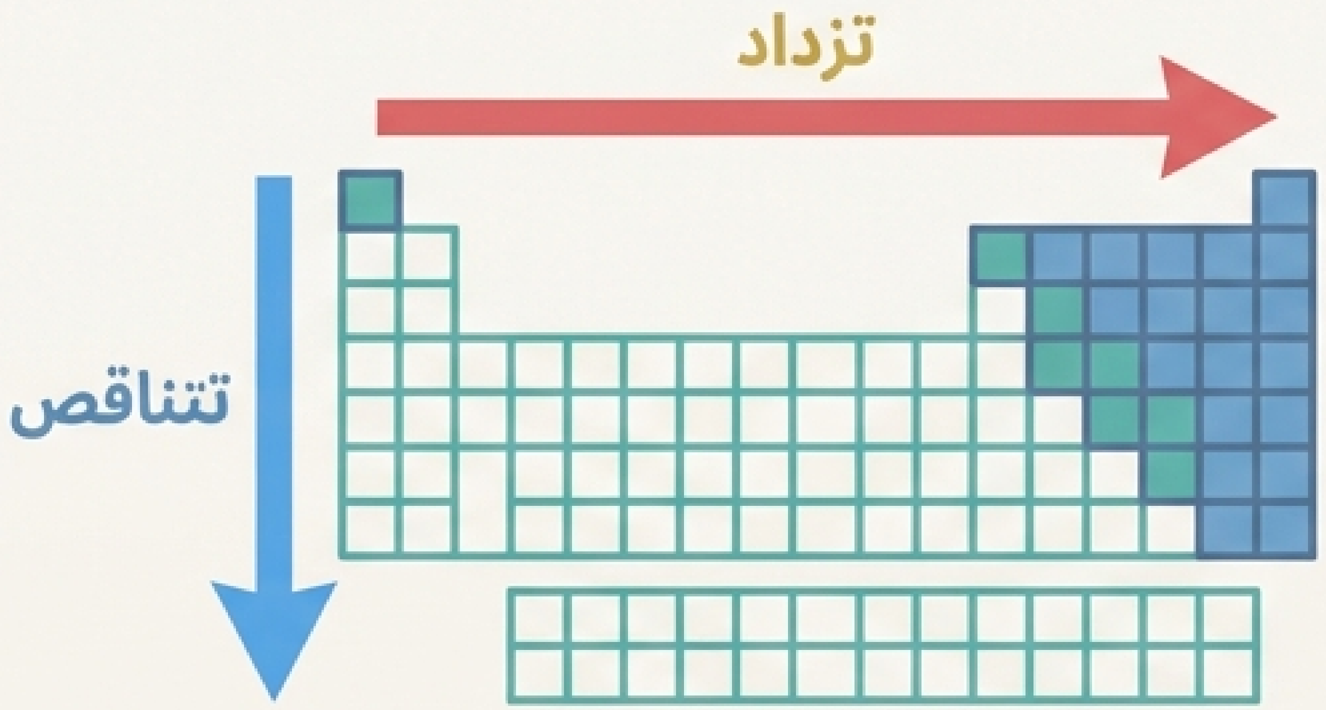
مدى قابلية ذرات العنصر على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية.



عكس نصف القطر: الذرة الأصغر نواتها أقرب، فتجذب الإلكترونات بقوة أكبر.

طاقة التأين

الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة العنصر في الحالة الغازية.



عكس نصف القطر: الذرة الأصغر يصعب نزع إلكترون منها.

NotebookLM

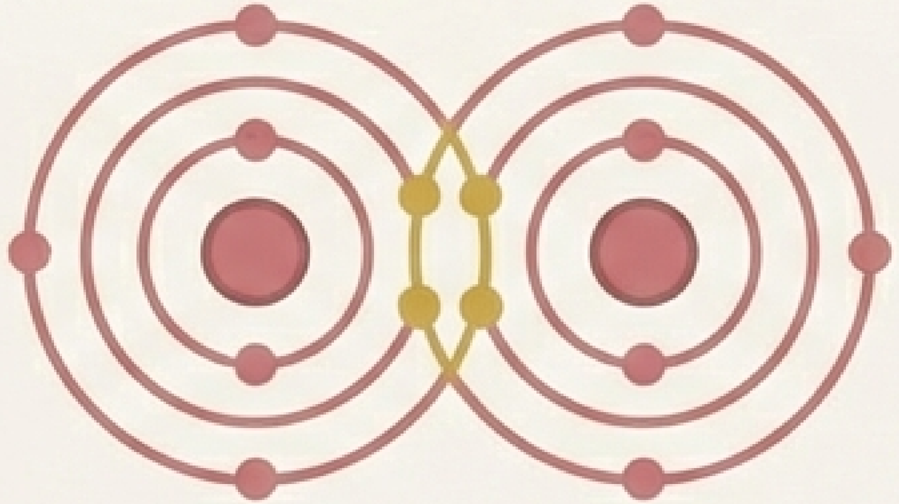
الفصل التالي: لماذا وكيف ترتبط الذرات؟

القاعدة الثمانية

تميل الذرات لاكتساب أو فقد أو المشاركة بالإلكترونات للوصول إلى **ثمانية إلكترونات تكافؤ**، لتحقيق **حالة الاستقرار** التي **تشبه الغازات النبيلة**.

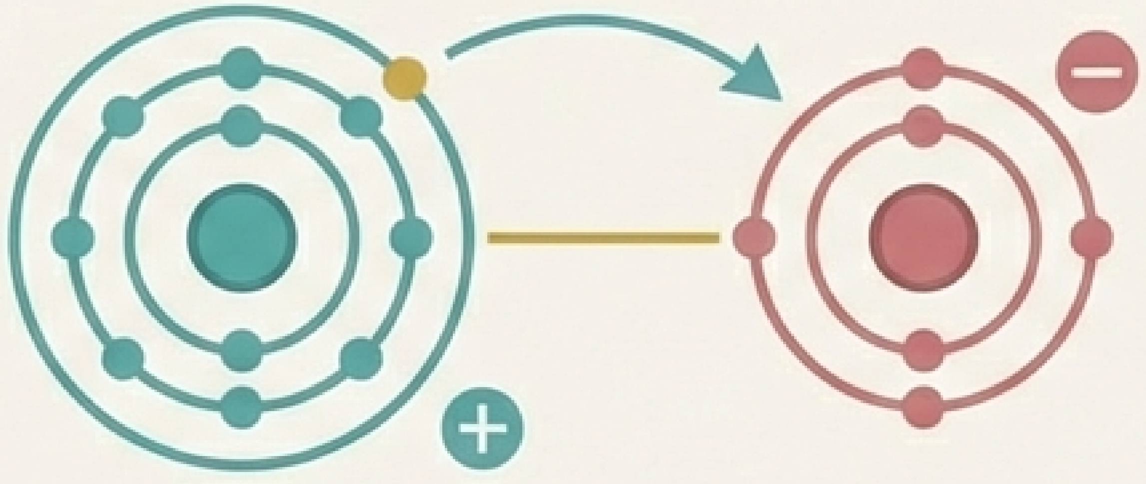
الرابطة التساهمية

مشاركة بزوج أو أكثر من الإلكترونات بين ذرتين (غالباً لافلزات).



الرابطة الأيونية

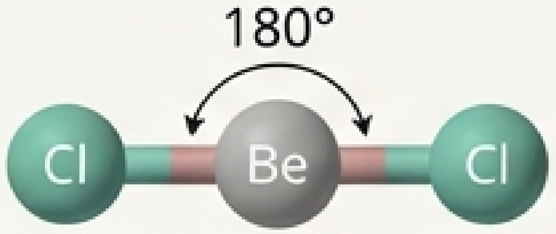
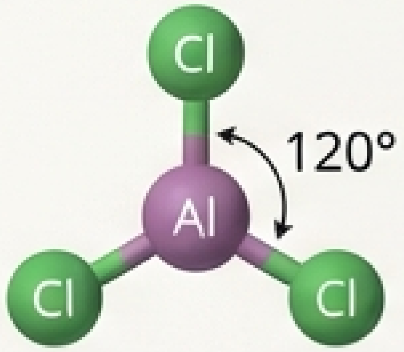
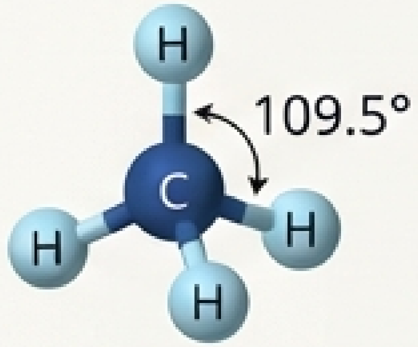
فقد إلكترون (فلز) واكتساب إلكترون (لافلز) وتجاذب كهربائي بين الأيونات.



NotebookLM

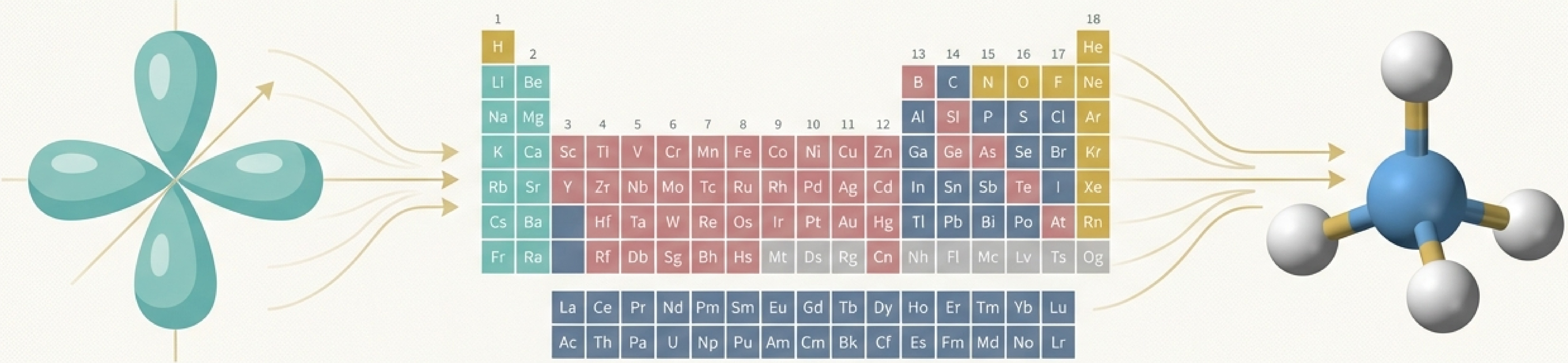
من الذرات إلى الأشكال: نموذج VSEPR

نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ (VSEPR) ينص على أن أزواج الإلكترونات (الرابطة وغير الرابطة) تترتب في الفراغ لتقليل التنافر بينها إلى أقصى درجة، مما يحدد شكل الجزيء.

زاوية الرابطة	اسم الشكل	الشكل الفراغي	الجزيء
180°	خطي (Linear)		$BeCl_2$
120°	مثلث مستو (Trigonal Planar)		$AlCl_3$
109.5°	رباعي الأوجه منتظم (Tetrahedral)		CH_4

NotebookLM

الملخص: القصة الكاملة... كلّ شيء متصل



- بدءًا من قصور نموذج بور، قادتنا الثورة الكمومية إلى فهم جديد للذرة قائم على الاحتمالات والأوربيتالات.
- قواعد التوزيع الإلكتروني التي نتجت عن هذا الفهم لم تفسر الذرة فقط، بل فكت شفرة الجدول الدوري بأكمله، موضحةً سبب ترتيبه وتدرج خواصه.
- في النهاية، هذه المبادئ الأساسية هي التي تحدد كيف تتفاعل الذرات لتشكل الجزيئات التي تبني عالمنا.

من أصغر القواعد الكمومية إلى النظام العظيم للمادة، الكيمياء هي قصة هذا الترابط.

NotebookLM